

เคมีไฟฟ้า (Electrochemistry)

1. เลขออกซิเดชัน

เลขออกซิเดชันหรือสถานะออกซิเดชัน (Oxidation State) คือค่าประจุของแต่ละอะตอม (ถ้าถือว่าการถ่ายโอนอิเล็กตรอนเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์) ในโมเลกุล โดยมีหลักการในการกำหนดเลขออกซิเดชันดังนี้

- เลขออกซิเดชันของธาตุอิสระมีค่าเป็น 0 เช่น Na, O₂ และ P₄
- โลหะแอลคาไล (alkali metal = หมู่ IA) มีเลขออกซิเดชันเป็น +1
- โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ IIA) มีเลขออกซิเดชันเป็น +2
- H มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 ยกเว้นเมื่อเป็นสารประกอบโลหะไฮไดรด์ เช่น NaH อะตอมของธาตุ H มีเลขออกซิเดชันเป็น -1
- O มีเลขออกซิเดชันเป็น -2 ยกเว้นในสารประกอบเปอร์ออกไซด์ (peroxide) และสารประกอบซูเปอร์ออกไซด์ (superoxide)
 - สารประกอบเปอร์ออกไซด์ เช่น H₂O₂ อะตอมของธาตุ O มีเลขออกซิเดชันเป็น -1 และ
 - สารประกอบซูเปอร์ออกไซด์ เช่น Na₂O₂ อะตอมของธาตุ O มีเลขออกซิเดชันเป็น -1/2
- เลขออกซิเดชันของไอออนอะตอมเดี่ยวมีค่าเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น
 - Na⁺ มีเลขออกซิเดชันเป็น +1
 - O²⁻ มีเลขออกซิเดชันเป็น -2

เลขออกซิเดชันของไอออนที่เป็นหมู่อะตอมมีผลรวมของเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น

- SO₄²⁻ อะตอมของธาตุ S มีเลขออกซิเดชันเป็น +6 และอะตอมของธาตุ O มีเลขออกซิเดชันเป็น -2

6. ผลรวมของเลขออกซิเดชันของสารที่เป็นกลางทางไฟฟ้ามีค่าเป็น 0 เช่น

- NaCl อะตอมของธาตุ Na มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 และ อะตอมของธาตุ Cl มีเลขออกซิเดชันเป็น -1 ส่วน
- HNO₃ อะตอมของธาตุ H มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 อะตอมของธาตุ N มีเลขออกซิเดชันเป็น +5 และอะตอมของธาตุ O มีเลขออกซิเดชันเป็น -2

ปฏิกิริยาเคมีไฟฟ้า หรือปฏิกิริยารีดอกซ์

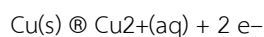
2. ปฏิกิริยารีดอกซ์

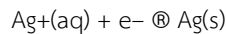
ปฏิกิริยารีดอกซ์ คือปฏิกิริยาเคมี ที่มีการแลกเปลี่ยนอิเล็กตรอนระหว่างสารตั้งต้นทำให้เลขออกซิเดชันมีการเปลี่ยนแปลงไป ซึ่งจะทำให้มีอะตอมของธาตุบางตัวสูญเสียหรือได้รับอิเล็กตรอน จะเรียกปฏิกิริยาที่เกิดการเสียอิเล็กตรอนว่า ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (Oxidation) และเรียกปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอนว่า ปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction)

ตัวอย่าง เมื่อนำแผ่นโลหะทองแดง (Cu) จุ่มลงในสารละลายของ AgNO₃ พบว่าที่แผ่นโลหะ Cu มีของแข็งสีขาวปนเทาเกาะอยู่ และเมื่อนำมาเคาะจะพบว่าโลหะ Cu เกิดการสึกกร่อน ส่วนสีของสารละลาย AgNO₃ ก็จะเปลี่ยนจากใสไม่มีสีเป็นสีฟ้า

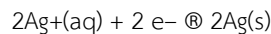
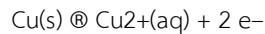
การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นนี้อธิบายได้ว่าการที่โลหะทองแดงเกิด การสึกกร่อนเป็นเพราะโลหะทองแดง(Cu) เกิดการเสียอิเล็กตรอนกลายเป็น Cu²⁺ ซึ่งมีสีฟ้าและเมื่อ Ag⁺ รับอิเล็กตรอนเข้ามาจะกลายเป็น Ag (โลหะเงิน) มาเกาะอยู่ที่แผ่นโลหะทองแดง

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น เขียนในรูปสมการได้ดังนี้





Q e- ที่ถ่ายเทต้องเท่ากัน \ สมการเคมีที่เกิดขึ้นที่แท้จริงต้องเป็น



ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในแต่ละสมการเรียกว่าครึ่งปฏิกิริยา ซึ่งการเกิดปฏิกิริยาถ่ายเท e- จะเกิดขึ้นได้สมบูรณ์ก็ต่อเมื่อต้องนำครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองมารวมกัน เขียนเป็นสมการได้ดังนี้



สรุปได้ว่าการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์จะต้องประกอบไปด้วย

j สารที่ให้ e- เรียกว่าตัวรีดิวซ์ p เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน (Oxidation Reaction)

k สารที่รับ e- เรียกว่าตัวออกซิไดซ์ p เกิดปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction Reaction)

2.1 การดุลสมการรีดอกซ์

ปฏิกิริยารีดอกซ์ เป็นปฏิกิริยาที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน โดยมีทั้งเลขออกซิเดชันลดลงและเพิ่มขึ้น หรือเป็นปฏิกิริยาที่มีการให้และรับอิเล็กตรอน (มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน) ดังนั้น การดุลสมการของปฏิกิริยารีดอกซ์ จึงใช้ 2 วิธี คือ การใช้เลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลงไป และใช้การให้และรับอิเล็กตรอน (หรือ การใช้ครึ่งปฏิกิริยา)

การดุลสมการทั่วไป เป็นการหาจำนวนอะตอมของธาตุต่าง ๆ ของสารตั้งต้น เท่ากับจำนวนอะตอมของธาตุต่าง ๆ ของสารผลิตภัณฑ์ หรือหาจำนวนอะตอมของธาตุต่าง ๆ ทางซ้าย และขวาของสมการให้เท่ากัน สำหรับปฏิกิริยารีดอกซ์ นอกจากจะต้องทำจำนวนอะตอมของธาตุต่าง ๆ ทางซ้ายและขวาให้เท่ากัน ยังต้องทำเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลงไปให้เท่ากัน หรือต้องทำจำนวนอิเล็กตรอนที่ให้และรับให้เท่ากัน และถ้าเป็นการดุลสมการไอออนิก ต้องทำจำนวนประจุทางซ้ายและขวาให้เท่ากันอีกด้วย

2.1.1 การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชัน

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้วิธีเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง (The Oxidation Number Change Method) เป็นการดุลสมการของปฏิกิริยารีดอกซ์ โดยทำเลขออกซิเดชันที่ลดลงเท่ากับเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้น แล้วทำจำนวนอะตอมของธาตุต่าง ๆ ทางซ้ายและทางขวาให้เท่ากัน แต่ถ้าเป็นสมการไอออนิกต้องทำค่าประจุรวมทางซ้าย และทางขวาให้เท่ากันด้วย หลักทั่วไปของการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง ดังนี้

1. เขียนสมการของปฏิกิริยาที่ยังไม่ดุล แสดงเลขออกซิเดชันของธาตุที่เปลี่ยนแปลงไป และ แสดงเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้น และลดลงไว้ข้างล่าง โดยคิดต่อสารตั้งต้นที่เป็นตัวออกซิไดส์หรือตัวรีดิวซ์นั้น 1 โมเลกุล
2. ทำเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นและลดลงให้เท่ากัน ด้วยกาคูณไขว้สลับค่าเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นและลดลงนั้น

3. ทำจำนวนอะตอมของธาตุที่มีเปลี่ยนเลขออกซิเดชัน ทั้งซ้ายและทางขวาให้เท่ากัน
4. ดุลจำนวนอะตอมของธาตุอื่น ๆ ที่ไม่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันให้เท่ากัน ถ้ามี H_2O (H และ O ไม่เปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน) รวมอยู่ด้วยให้ดุลเป็นอันดับสุดท้าย และในการดุล H_2O ให้ทำจำนวนอะตอม H ซ้ายและขวาให้เท่ากัน
5. สำหรับสมการไอออนิก เมื่อดุลถึงขั้นที่ 3 ให้ดุลประจุทั้งทางซ้ายและขวาให้เท่ากันแล้วจึงดุลขั้นที่ 4 ต่อไป
6. สมการที่ดุลแล้ว ต้องทำเลขสัมประสิทธิ์ข้างหน้าของสารทุกชนิดเป็นตัวเลขอย่างต่ำ

2.1.2 การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา

การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้วิธีการครึ่งปฏิกิริยา (Half reaction Method) หรือ วิธีการไอออน – อิเล็กตรอน (Ion-electron Method) เป็นวิธีที่ดุลสมการด้วยการทำจำนวนอิเล็กตรอนที่ให้และรับให้เท่ากัน สมการที่จะดุลด้วยวิธีนี้ต้องเป็นสมการไอออนิก ถ้าไม่เป็นสมการไอออนิกต้องเปลี่ยนเป็นสมการไอออนิกก่อน แล้วจึงดุลได้

หลักการดุลสมการโดยใช้วิธีการครึ่งปฏิกิริยา

ใช้การเปลี่ยนเลขออกซิเดชันของธาตุ แบ่งส่วนที่ถูกออกซิไดส์ และถูกรีดิวซ์ เขียนโครงครึ่งปฏิกิริยาไอออนิกสุทธิ 2 โครง โดยโครงหนึ่งเป็นส่วนที่ถูกออกซิไดส์ และอีกส่วนหนึ่งถูกรีดิวซ์

ดุลแต่ละครึ่งปฏิกิริยาที่แยกได้

1. ดุลอะตอมของธาตุที่ถูกออกซิไดส์ และที่ถูกรีดิวซ์ ทั้งสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์ ยกเว้น O และ H ยังไม่ดุล
2. ดุลธาตุออกซิเจนด้วยการเติมน้ำ (H_2O) เติมน้ำ H_2O ลงข้างที่มีออกซิเจนน้อยกว่า
3. ในปฏิกิริยาที่เป็นกรดเติม H^+ ลงในข้างที่มีไฮโดรเจนน้อยกว่าของสมการ เพื่อดุลอะตอมของ H
4. เติมน้ำจำนวนอิเล็กตรอนลงในข้างที่มีประจุมาก จำนวนอิเล็กตรอนที่เติมลงไปเท่ากับผลต่างระหว่างประจุรวมทั้ง

2 ข้าง

5. สำหรับปฏิกิริยาที่เป็นเบสเมื่อดุลถึงขั้นนี้ถ้าในสมการมี H^+ เกิดขึ้นไม่ว่าอยู่ทางข้างซ้ายหรือขวาให้ทำลาย H^+ ทั้งหมดด้วยการบวก OH^- เข้าไปในสมการทั้งข้างซ้ายและขวาด้วยจำนวนเท่ากับจำนวน H^+ นั้น เพื่อสะเทินกรด (H^+) ทั้งหมดด้วย OH^- จะได้สมการของครึ่งปฏิกิริยาแบบรีดักชันหรือแบบออกซิเดชันที่ดุลแล้ว ทำจำนวนอิเล็กตรอนในสมการของปฏิกิริยาออกซิเดชัน และรีดักชันให้เท่ากันแล้วนำสมการทั้งหมดมาบวก อิเล็กตรอนหักล้างหมดไป จะได้สมการของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่ดุลแล้วตามต้องการ ตรวจสอบ จำนวนอะตอมของธาตุแต่ละธาตุเท่ากัน และประจุรวมข้างซ้ายเท่ากับประจุรวมข้างขวาแสดงสมการสุทธิดุล

3. เซลล์กัลวานิก

1. เซลล์กัลวานิก (Galvanic cell) คือ เซลล์ไฟฟ้าเคมีที่เปลี่ยนพลังงานเคมีเป็นพลังงานไฟฟ้า เกิดจากสารเคมีทำปฏิกิริยากันในเซลล์แล้วเกิดกระแสไฟฟ้า เช่น ถ่านไฟฉาย เซลล์แอลคาไลน์ เซลล์ปรอท เซลล์เงิน แบตเตอรี่

เซลล์ไฟฟ้า มี 2 ชนิด

1. ขั้วแอโนด (Active electrode) ได้แก่ ขั้วโลหะทั่วไป เช่น Zn Cu Pb ขั้วพวกนี้บางโอกาสจะมีส่วนร่วมในปฏิกิริยาด้วย
2. ขั้วแคโทด (Inert electrode) คือ ขั้วที่ไม่มีส่วนร่วมใดๆ ในการเกิดปฏิกิริยาเคมี เช่น Pt C (แกรไฟต์)

ในเซลล์ไฟฟ้าปกติ จะประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า 2 ขั้วเสมอ ดังนี้

1. ขั้วแอโนด (Anode) คือ ขั้วที่เกิดออกซิเดชัน
2. ขั้วแคโทด (Cathode) คือ ขั้วที่เกิดรีดักชัน

การเขียนแผนภาพของเซลล์กัลวานิกมีหลักดังนี้

1. เขียนครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันไว้ทางซ้ายมือ โดยเขียนครึ่งไฟฟ้าไว้ทางซ้ายสุด ตามด้วยไอออนในสารละลาย และใช้เส้นเดี่ยว / ชิดคั่นระหว่างครึ่งไฟฟ้ากับไอออนในสารละลาย เช่น $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$

2. เขียนครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันไว้ทางขวามือ โดยเขียนไอออนในสารละลายก่อน ตามด้วยครึ่งไฟฟ้าไว้ทางขวาสุด และใช้เส้นเดี่ยว / ชิดคั่นระหว่างครึ่งไฟฟ้ากับไอออนในสารละลาย เช่น $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$

3. สำหรับครึ่งเซลล์ที่ประกอบด้วยโลหะกับแก๊ส ใช้เส้นเดี่ยว / ชิดคั่นระหว่างครึ่งไฟฟ้ากับแก๊สและระหว่างไอออนในสารละลาย เช่น $\text{Pt(s)}/\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})/\text{H}^+(\text{aq})$

4. เขียนเส้นคู่ขนาน // แทนสะพานไอออนกันระหว่างครึ่งเซลล์ทั้งสอง เช่น $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})//\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$

$\text{Pt(s)}/\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})/\text{H}^+(1 \text{ mol/dm}^3)//\text{Cu}^{2+}(1 \text{ mol/dm}^3)/\text{Cu(s)}$

5. สำหรับครึ่งเซลล์ที่มีสารสถานะเดียวกันมากกว่าหนึ่งชนิด ให้ใช้เครื่องหมายจุลภาคคั่นระหว่างไอออนทั้งสอง เช่น

$\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+}(\text{aq})//\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$

4. ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน (E°)

ครึ่งเซลล์มาตรฐานที่ใช้เปรียบเทียบความสามารถในการให้รับ e^- ของครึ่งเซลล์ต่างๆ จะใช้ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนเขียนแทนด้วย $\text{Pt(s)} | \text{H}_2(1 \text{ atm}) | \text{H}^+(1 \text{ M})$ และกำหนดให้ค่าศักย์ไฟฟ้าของไฮโดรเจนที่สภาวะมาตรฐาน ($25^\circ\text{C}, 1 \text{ atm}$) มีค่าเท่ากับศูนย์โวลต์

การวัดค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน ของเซลล์ไฟฟ้าใดๆ ทำได้โดยการนำครึ่งเซลล์มาตรฐานไฮโดรเจนต่อกับครึ่งเซลล์ที่สนใจ และชั่ว

ไฟฟ้าจะต้องจุ่มอยู่ในสารละลายเข้มข้น 1 Molar โดย $E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{คาโทด}} - E^\circ_{\text{แอโนด}}$

ข้อควรทราบเกี่ยวกับค่า E°

– ถ้ามีการกลับสมการ \times ค่า E° จะเท่าเดิม แต่เครื่องหมายตรงกันข้าม

k ถ้ามีการคูณสมการด้วยตัวเลขใดๆ \times ค่า E° จะเท่าเดิม ไม่เปลี่ยนแปลง

® ค่า $E^\circ_{\text{reduction}}$ ยิ่งมาก แสดงว่าสารนั้นยิ่งรับ e^- ได้ดี (แนวโน้มความเป็นตัวออกซิไดซ์มากขึ้น)

ค่า $E^\circ_{\text{reduction}}$ ยิ่งต่ำ แสดงว่าสารนั้นยิ่งให้ e^- ได้ดี (แนวโน้มความเป็นตัวรีดิวซ์มากขึ้น)

p โดยทั่วไปเมื่อกล่าวถึง E° หากไม่มีการระบุว่าเป็น $E^\circ_{\text{reduction}}$ หรือ $E^\circ_{\text{oxidation}}$ ให้ถือว่าเป็น $E^\circ_{\text{reduction}}$

ประโยชน์ของค่า $E^\circ_{\text{reduction}}$

– ใช้เปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดซ์

Ä สารที่ให้ e^- ได้ดี E° ต่ำ , สารที่รับ e^- ได้ดี E° สูง

เช่น $\text{p Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)} \quad E^\circ = -0.76 \text{ Volt}$

$\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)} \quad E^\circ = 0.80 \text{ Volt}$ พิจารณา $\text{p} <$

\ ตัวรีดิวซ์ : $\text{Zn} > \text{Ag}$

ตัวออกซิไดซ์ : $\text{Ag}^+ > \text{Zn}^{2+}$

k ใช้คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และครึ่งเซลล์

อาศัยหลัก $\text{p } E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{คาโนด}} - E^\circ_{\text{แอโนด}} \quad \text{Ü } \Delta E^\circ$

$= E^\circ_{\text{ขั้วบวก}} - E^\circ_{\text{ขั้วลบ}}$

$$= E^{\circ}_{\text{สูง}} - E^{\circ}_{\text{ต่ำ}}$$

ประโยชน์ของค่า E°_{Cell}

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} > 0 \quad \text{p} \quad \text{ปฏิกิริยาเกิดได้}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} < 0 \quad \text{p} \quad \text{ปฏิกิริยาเกิดไม่ได้ (เกิดในทิศตรงข้าม)}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = 0 \quad \text{p} \quad \text{ปฏิกิริยาเกิดไม่ได้แน่นอน}$$

ตัวอย่างการคำนวณศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์

เมื่อนำครึ่งเซลล์ของ $\text{Ag} | \text{Ag}^+$ ต่อกับครึ่งเซลล์ของ $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{H}^+$ พบว่าเข็มของโวลต์มิเตอร์เบนหาซ้าย Ag

และอ่านค่าได้ 0.80 Volt ให้หาค่า E° ของ $\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$

ทำ จากการศึกษาเข็มโวลต์มิเตอร์เบนหาซ้าย Ag

แสดงว่า $\text{Ag} | \text{Ag}^+$ รับ e^-

$\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{H}^+$ ให้ e^-

$$\text{จาก} \quad E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{คาโทด}} - E^{\circ}_{\text{แอโนด}}$$

$$0.80 = -$$

$$0.80 = - 0$$

$$\backslash = 0.80 \text{ Volt}$$

นั่นหมายความว่า $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$ $E^\circ = 0.80 \text{ Volt}$ #

ตัวอย่างการคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์

เมื่อนำครึ่งเซลล์ของ $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ ต่อเข้ากับ $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+}$ ให้หาค่า E°_{Cell}

กำหนด $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$ $E^\circ = -0.41 \text{ Volt}$

$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$ $E^\circ = -0.23 \text{ Volt}$

ทำ $E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{สูง}} - E^\circ_{\text{ต่ำ}} = -0.23 - (-0.41)$

$= 0.18 \text{ Volt}$ #

ให้พิจารณาว่าปฏิกิริยา $2\text{Al(s)} + 3\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Sn}^{2+}$ เกิดขึ้นได้หรือไม่

กำหนด $\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$ $E^\circ = -0.14 \text{ Volt}$

$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$ $E^\circ = -1.66 \text{ Volt}$

ทำ วิธี 1 วิเคราะห์จากค่า E°

$\Delta > 0$ \ Al ให้ e^- และ Sn^{4+} รับ e^-

\ ปฏิกิริยาที่โจทย์ให้จึงเกิดขึ้นได้ #

วิธี 2 จาก $E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{สูง}} - E^\circ_{\text{ต่ำ}}$

$= -0.14 - (-1.66) \text{ Volt}$

$= 0.82 \text{ Volt}$

จากค่า E°_{Cell} เป็นบวก แสดงว่าปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นได้ก็ต่อเมื่อ Sn^{4+} ต้องรับ e^- และ Al ต้องให้ e^-

ซึ่งสอดคล้องกับสมการที่โจทย์ให้ \ \ ปฏิกริยาที่โจทย์ให้จึงเกิดขึ้นได้

5. อิเล็กโทรลิซิส (Electrolysis)

Ä ปฏิกริยาใดที่เกิดขึ้นไม่ได้ เช่น $\text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn(s)}$ หากต้องการทำให้เกิดปฏิกริยาที่สามารถทำได้ โดยผ่านพลังงานไฟฟ้าจากภายนอก ซึ่งปฏิกริยาที่ได้จากการแยกสลายด้วยไฟฟ้านี้มีชื่อเรียกว่าอิเล็กโทรลิซิส (Electrolysis)

ส่วนประกอบที่สำคัญของ Electrolytic Cell

1. แหล่งพลังงานไฟฟ้าจากภายนอก

2. ขั้วไฟฟ้า

3. สารละลายอิเล็กโทรไลต์

ลักษณะการเกิดปฏิกริยาเป็นดังนี้

สารที่ให้ e^- แก่ขั้วบวก เกิดปฏิกริยา Oxidation @ ขั้วแอโนด

สารที่รับ e^- จากขั้วลบ เกิดปฏิกริยา Reduction @ ขั้วคาโทด